



Titre

[E2][td1] Serie N° 1

Type

Exercices

Ecole

ENSA Tétouan

Classe

CP1

Matière

Atomistique

Professeur

HNAIFI Abdeslam

Année univ

2011/2012

TD DE CHIMIE GENERALE
ATOMISTIQUE
SÉRIE N° 1

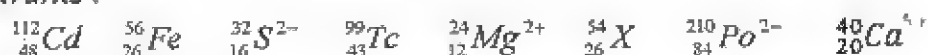
Exercice I

1/ Parmi les échantillons suivants, quel est celui qui contient le plus grand nombre d'atomes : 1g de zinc(Zn) ; 1g d'ammoniac(NH₃), 1g d'hélium(He) ou 1g de benzène(C₆H₆). On donne les masses molaires M : Cu : 63,54g ; Zn : 65,4g ; N : 14g ; H : 1g ; C : 12g ; He : 4g. Le nombre d'Avogadro N=6,023 10²³.

2/ Lequel des échantillons suivants contient le plus de cuivre : 3g de Cu ; 0,05 atomes-grammes de Cu ou 4 10²² atomes de Cu. On donne M(Cu)=63,54 g.

Exercice II

a-Indiquer le nombre de protons, de neutrons et d'électrons que possèdent les atomes ou les ions suivants :

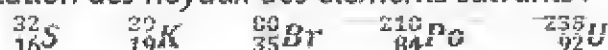


b- Quel est le symbole de X.

c- Quels sont, parmi ces éléments, ceux qui sont iso électroniques et ceux qui sont isotopes.

Exercice III

Donner la constitution des noyaux des éléments suivants :



Exercice IV

La masse du plomb (Z=82) est 207,2 g/mole. Calculer le rapport des masses des électrons à celle de l'atome. Conclusion. On donne : m_e = 9,11 10⁻³¹ Kg et N = 6,023 10²³.

Exercice V

Le noyau de l'atome de Lithium est formé de 4 neutrons et 3 protons. Calculer en u.m.a la masse théorique de ce noyau, la comparer à sa valeur réelle de 7,01601 u.m.a et calculer l'énergie de cohésion de ce noyau en J et en Mev.

Données : m_p = 1,00727 u.m.a ; m_n = 1,00866 u.m.a ; c = 3 10⁸ m/s ; N = 6,023 10²³

Exercice VI

Parmi ces éléments indiquer ceux qui sont isotopes :



Exercice VII

Le brome possède seulement deux isotopes stables. L'isotope le plus abondant est ⁷⁹Br dont l'abondance naturelle est de 50,5%. La masse molaire du Brome naturel est de 79,91 g/mole Quel est l'autre isotope stable du brome ?

Exercice VIII

Le cuivre naturel est composé de deux isotopes stables de masse molaire respective 62,929 et 64,927g/mole. Le numéro atomique du cuivre est Z=29.

a- Indiquer la composition des deux isotopes.

b -Sachant que la masse molaire du mélange isotopique naturel est de 63,54, calculer l'abondance des deux isotopes.

TD 1 - Atomistique

Exercice 1.

1) Determinons la quantité molaire n dans chaque échantillon ($n = \frac{m}{M}$)

$$* \text{Zn} : n = \frac{m}{M} = \frac{1}{65,4} = 1,53 \cdot 10^{-2} \text{ mol d'atomes}$$

$$* \text{NH}_3 : n = \frac{m}{M} = \frac{1}{M(\text{N}) + 3M(\text{H})} = \frac{1}{17} = 5,9 \cdot 10^{-2} \text{ mole de molécules}$$

$$* \text{He} : n = \frac{m}{M} = \frac{1}{4} = 0,25 \text{ mol d'atomes}$$

$$* \text{C}_6\text{H}_6 : n = \frac{1}{78} = 1,28 \cdot 10^{-2} \text{ mol de molécules}$$

ou NH_3 et C_6H_6 n représente de mole de molécules.

Il faut multiplier par le nombre d'atomes.

pour NH_3 on a $4 \times n = 2,36 \cdot 10^{-2} \text{ mol d'atomes}$.

pour C_6H_6 on a $12n = 1,54 \cdot 10^{-1} \text{ mol d'atomes}$.

- Puisque He contient le plus grand nombre de moles, donc il contiendra le plus grand nombre d'atomes.

$$\text{d'où} : x = 2,5 \cdot 10^{-1} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$$

2) Pour pouvoir comparer les trois échantillons il faut exprimer les quantités avec la même unité: mole par exemple:

$$* 3 \text{ g de Cu} : c'est \frac{3}{63,45} = 0,047 \text{ mole d'atomes}$$

$$* 0,05 \text{ d'atomes-grammes de Cu} = \frac{4 \cdot 10^{22}}{6,023 \cdot 10^{23}} = 0,066 \text{ mole d'atomes}$$

Donc:

C'est l'échantillon avec 0,066 mole d'atomes ce qui contient le plus de Cu.

Exercice 2.

$${}^A_Z X \quad A = Z + N$$

a-

atomes	protons	neutrons	électrons
${}^{112}_{48} \text{Cd}$	48	64	48
${}^{56}_{26} \text{Fe}$	26	30	26
${}^{32}_{16} \text{S}^{2-}$	16	16	18
${}^{99}_{43} \text{Tc}$	43	56	43
${}^{24}_{12} \text{Mg}^{2+}$	12	12	10
${}^{54}_{26} \text{X}$	26	28	26
${}^{110}_{84} \text{Po}$	84	126	86
${}^{40}_{20} \text{Ca}^{2+}$	20	20	18

b- ${}^{54}_{26} \text{X} \Rightarrow Z = 26 \Rightarrow \text{X} = {}^{54}_{26} \text{Fe}$

c- isoélectroniques: $\hat{=}$ nombre d' $e^- \Rightarrow \text{S}^{2-}$ et Ca^{2+}

isotopes: $\hat{=}$ Z et $A \neq \Rightarrow {}^{56}_{26} \text{Fe}$ et ${}^{54}_{26} \text{Fe}$

Exercice 3:

atomes	protons	neutrons
${}^{32}_{16} \text{S}$	16	16
${}^{39}_{19} \text{K}$	19	20
${}^{80}_{35} \text{Br}$	35	45
${}^{210}_{84} \text{Po}$	84	126
${}^{238}_{92} \text{U}$	92	146

Exercice 4.

- Le Plomb (Pb) $Z = 82$ et $M = 207,2 \text{ g/mol}$
 $M = 207,2 \text{ g/mol} \Rightarrow A = 207 \Rightarrow N = 125 \text{ (} Z = 82 \text{)}$

masse d'1 atome = $207,2 \text{ u.m.a}$

$$1 \text{ u.m.a} = \frac{1}{12} \cdot \frac{12}{N} = \frac{1}{N} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

* masse des e^-

$$m = Z \cdot m(e^-) = 82 \cdot 9,11 \cdot 10^{-31} = 7,5 \cdot 10^{-29} \text{ Kg} = 7,5 \cdot 10^{-26} \text{ g}$$

* masse de l'atome

$$M = 207,2 \text{ g/mole} \rightarrow n \text{ atomes} = 207,2 \text{ u.m.a}$$

$$1 \text{ u.m.a} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$m_{\text{atome}} = 207,2 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} = 3,44 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

$$\text{d'où: } \frac{\text{masse d'atome}}{\text{masse d}'e^-} = 4586$$

- Pour atomes lourds (comme Pb) ainsi que les atomes légers comme (H) la masse des électrons est très négligeable. La masse de l'atome est concentrée dans son noyau.

Exercice 5:

La masse théorique de l'atome de "Li".

$$m_T = 3m_p + 4m_n$$

$$= (3 \times 1,00727 + 4 \times 1,00866) \text{ u.m.a}$$

$$= 7,05645 \text{ u.m.a}$$

La masse réelle $7,01602 \text{ u.m.a}$

On constate que la masse d'un noyau d'un atome est toujours inférieure à la somme des masses de nucléons qui le compose. Cette différence de masse Δm est appelé défaut de masse.

Elle correspond à l'énergie de liaison ΔE

$$\Delta E = \Delta m c^2$$

$$\Delta m = 7,05645 - 7,01601 = 0,04044 \text{ u.m.a}$$

$$1 \text{ u.m.a} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$\Delta m = 0,04044 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} = 6,715 \cdot 10^{-26} \text{ g}$$

$$= 6,715 \cdot 10^{-29} \text{ kg}$$

$$\Delta E = \Delta m c^2 = 6,715 \cdot 10^{-29} \cdot 9 \cdot 10^{16}$$

$$= 6,043 \cdot 10^{-12} \text{ J}$$

* 1 électron volt est l'énergie acquise par une e^- soumis à 1 ddp de 1V.

$$E = -qV = (-e) \cdot V = eV = 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 1 = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\Delta E = \frac{6,043 \cdot 10^{-12}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 37,8 \cdot 10^6 \text{ eV} = 38,8 \text{ MeV}$$

Exercice 6.

isotopes: ${}^3_2\text{X}$ et ${}^4_2\text{X}$ et ${}^5_2\text{X}$ ($Z=2$)

${}^2_4\text{X}$ n'existe pas.

Exercice 7.

Le Brome possède 2 isotopes $\begin{cases} {}^{79}\text{Br} \\ ?\text{Br} \end{cases}$

$$\begin{cases} M = \sum_i \frac{x_i}{100} M_i \\ \sum_i x_i = 100 \end{cases}$$

$$\begin{cases} M(\text{Br}) = \frac{x_1}{100} M_1 + \frac{x_2}{100} M_2 & (1) \\ x_1 + x_2 = 100 & (2) \end{cases}$$

$$\text{A.N (1)} \Rightarrow 79,91 = \frac{50,5}{100} \cdot 79 + \frac{(100-50,5)}{100} \cdot M_2$$

$$79,91 = 39,895 + 0,495 M_2$$

$$40,025 = 0,495 M_2$$

$$\Rightarrow M_2 = \frac{40,025}{0,495} = 80,838 \text{ g/mol}$$

Donc l'isotope stable cherché ^{81}Br

Exercice 8:

a) La composition des deux isotopes: ($Z=29$)

* Isotope 1: $M_1 = 62,929 \text{ g/mol}$

$$\Rightarrow A_1 = 63, \quad N = A_1 - Z = 63 - 29 = 34$$

Donc on a: 29 protons, 34 neutrons et 29 électrons.

* Isotope 2: $M_2 = 64,927 \text{ g/mol}$

$$\Rightarrow A_2 = 65, \quad N = A_2 - Z = 65 - 29 = 36$$

Donc on a: 29 protons, 36 neutrons et 29 électrons.

$$b) \begin{cases} M = \sum_i \frac{x_i}{100} M_i \\ \sum_i x_i = 100 \end{cases}$$

$$M(\text{Cu}) = \frac{x_1}{100} M_1 + \frac{x_2}{100} M_2$$

$$100 \times M(\text{Cu}) = x_1 M_1 + (100 - x_1) M_2$$

$$100 \times M(\text{Cu}) = x_1 (M_1 - M_2) + 100 M_2$$

$$x_1 = \frac{M(\text{Cu}) - M_2}{M_1 - M_2} \times 100$$

$$x_1 = \frac{63,54 - 64,327}{62,929 - 64,327} \times 100 = 69,42\%$$

$$\text{Donc } x_2 = 100 - x_1 = 100 - 69,42 = 30,58\%$$